



Universidade Federal do Pará

discentes: Helber Cardoso
Amanda Mitozo
Ana Caroline Silva

O que é um gás?

É um dos estados da matéria, não tem forma e volume definidos, e consiste em uma coleção de partículas cujos movimentos são aproximadamente aleatórios. As forças de coesão entre as partículas que formam o gás são muito fracas, de modo que elas se deslocam de maneira desordenada e alterando suas velocidades. Se expandindo espontaneamente para preencher completamente seu recipiente de maneira uniforme. Por isso, o gás não tem forma e volume definidos.



baixa pressão
e alta
temperatura

CLASSIFICAÇÃO DOS GASES

- Gás perfeito;
- Gás ideal;
- Gás real.

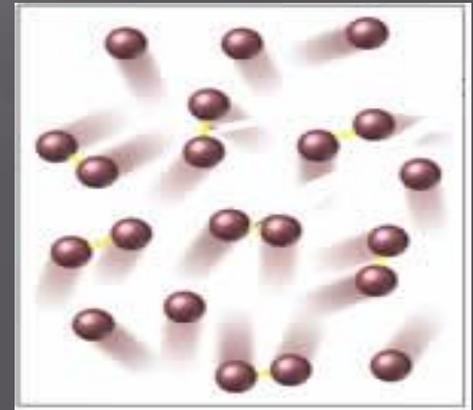
GASES REAIS

- Um gás real consiste num gás que, na prática, se afasta em maior ou menor grau do comportamento ideal.
 - Um gás ideal não possui forças intermoleculares e o volume ocupado pelas moléculas individuais é desprezível em relação ao volume total ocupado pelo gás. De acordo com a equação dos gases ideais, conhecidos os valores de pressão, temperatura e volume para cada situação de uma amostra gasosa, a **relação pV/RT** seria sempre igual ao número de moles de partículas da amostra gasosa.

Gases reais

- Contrariamente a esta previsão, o comportamento de várias amostras para certos valores de pressão desvia-se bastante deste valor. Verifica-se experimentalmente que o comportamento dos gases reais apresenta maiores desvios ao comportamento de gás ideal para valores elevados de pressão e valores baixos de temperatura.

Alta pressão e
temperatura baixa



Para entender-se e modelar-se gases reais diversas condições devem ser consideradas, como:

- efeitos de compressibilidade;
- capacidade térmica específica variável;
- forças de Van der Waals;
- efeitos de não equilíbrio termodinâmico;
- problemas com a dissociação molecular e reações elementares com composição variável.

Propriedades dos gases reais

O comportamento dos gases reais parece obedecer muito bem as leis empíricas dos gases ideais nas condições ambientais. Isto porque a pressão atmosférica é baixa.

Mas, em condições mais extremas, de elevadas pressões ou baixas temperaturas, o comportamento foge muito do previsto pela lei dos gases ideais.

A causa disso pode ser ao menos uma das 3 propriedades que são exclusivas dos gases reais:

- (a) as partículas dos gases reais têm volume não negligenciável;
- (b) as forças atrativas e repulsivas existem e influenciam nos valores de V e p ;
- (c) os gases reais podem mudar de estado físico para uma fase condensada.

Fator de compressibilidade

Uma forma de acompanhar o desvio da idealidade de um gás real é o parâmetro Z ou **fator de compressibilidade Z** , que é a razão entre o volume real e o volume que seria ocupado caso fosse um gás ideal nas condições de (T, p) , e é definido pela equação abaixo:

Onde:

* V_m = volume molar do gás real.

$$Z = \frac{V_m}{V_m^{ideal}}$$

* $V^{\circ}m$ = volume molar do gás ideal. (ou RT/p)

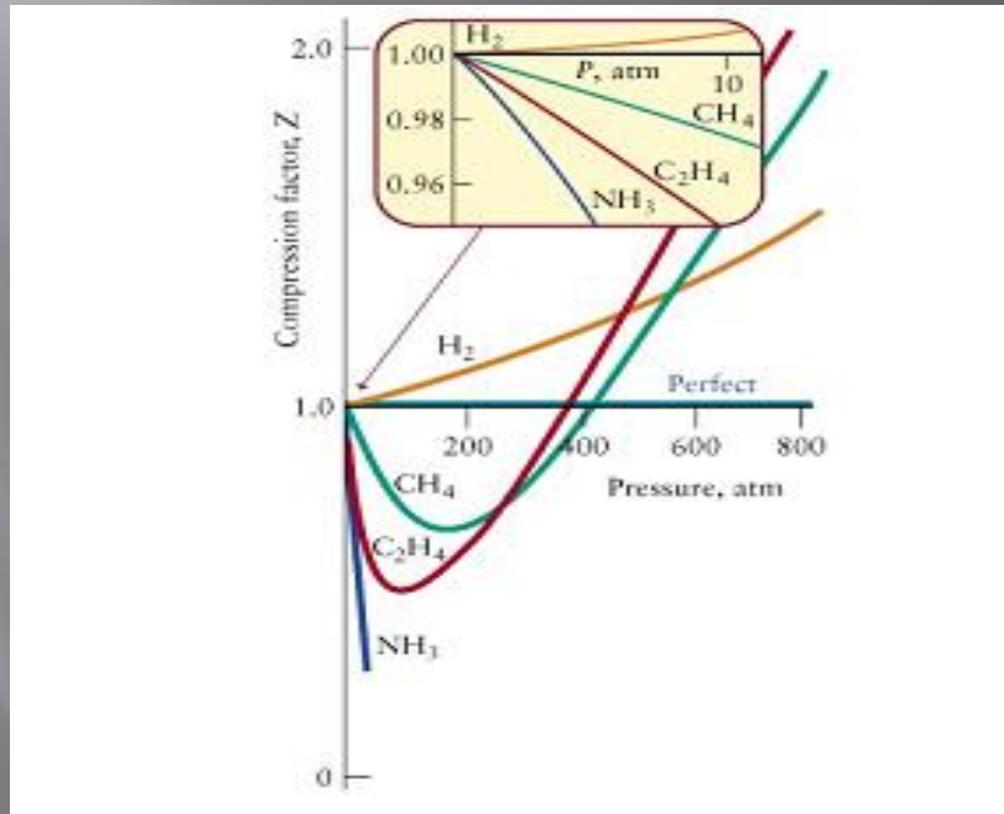
* $Z < 1 \Rightarrow$ predominam forças atrativas

$$Z < 1 \Rightarrow V_m / V^{\circ}m < 1 \Rightarrow V_m < V^{\circ}m$$

* $Z > 1 \Rightarrow$ predominam forças repulsivas

$$Z > 1 \Rightarrow V_m / V^{\circ}m > 1 \Rightarrow V_m > V^{\circ}m$$

Z em função da pressão, para alguns gases



Equações de estado adequadas aos gases reais

- Equação do virial
- Equação de van der Waals
- Equação de Berthelot
- Equação de Dieterici

Equação de estado de Van der Waals

- Exemplo de uma equação mais abrangente que a lei dos gases;
- Leva em conta forças intermoleculares através de 2 parâmetros empíricos (a e b) que refletem as forças atuantes em cada gás;
- permite prever mais rigorosamente o comportamento de gases reais.

$$(P + a \frac{n^2}{V^2})(V - nb) = nRT$$

$$P = \frac{RT}{V_m - b} - \frac{a}{V_m^2}$$

Em termos de volume molar V/n

- volume ocupado agora é menor que antes ($V - nb$):
 - ⇒ b reflete forças microscópicas de repulsão
 - ⇒ b está relacionado ao volume molar do líquido ou sólido após a mudança de fase
- a pressão é subtraída por um fator proporcional ao parâmetro a :
 - ⇒ relação com as forças atrativas (que diminuem a pressão)
 - ⇒ ($>$ força atrativa) ⇒ ($>$ a) ⇒ ($>$ entalpia de vaporização)

$$a = \frac{27.R^2.T_c^2}{64.P_c}$$

$$b = \frac{R.T_c}{8.P_c}$$

Coeficientes de Van Der Waals

Gás	$a(\text{litro}^2\text{-atm/mol}^2)$	$b(\text{litro/mol})$
H ₂	0,2444	0,02661
He	0,03412	0,02370
N ₂	1,390	0,03913
O ₂	1,360	0,03183
CO	1,485	0,03985
NO	1,340	0,02789
CO ₂	3,592	0,04267
H ₂ O	5,464	0,03049

Fonte: Wikipédia.org

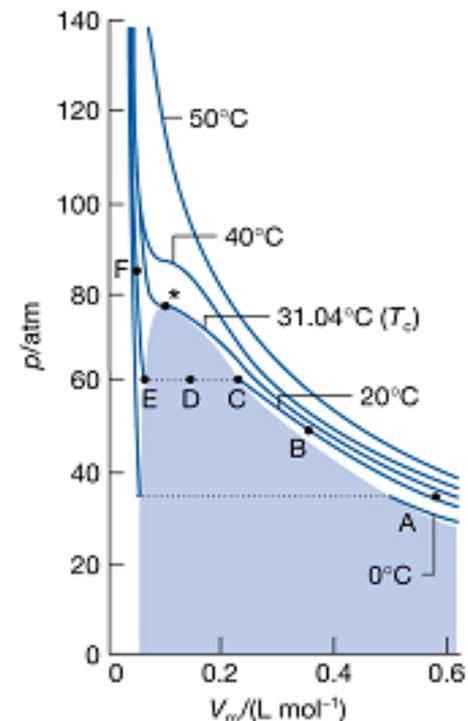
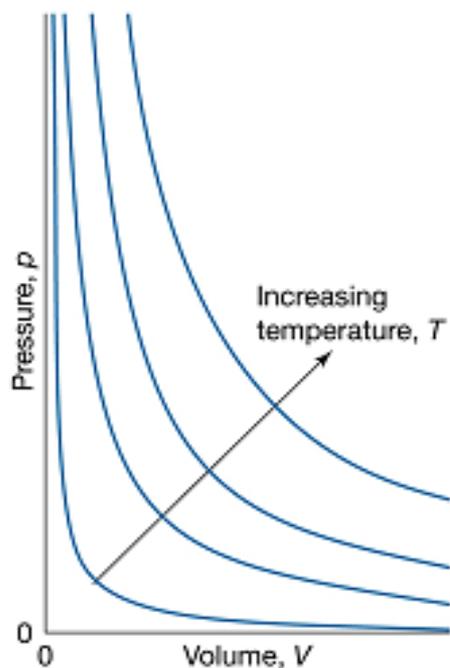
Desvios da Lei dos Gases Ideais

- para pressões finitas, prevê que o volume ocupado por um gás seja zero quando a temperatura aproxima-se do zero absoluto

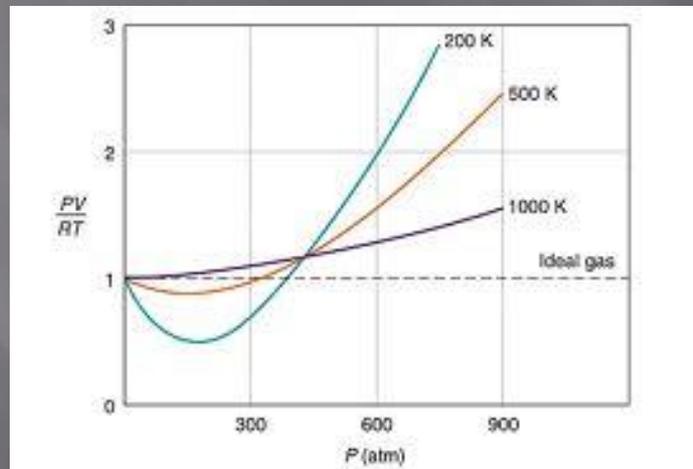
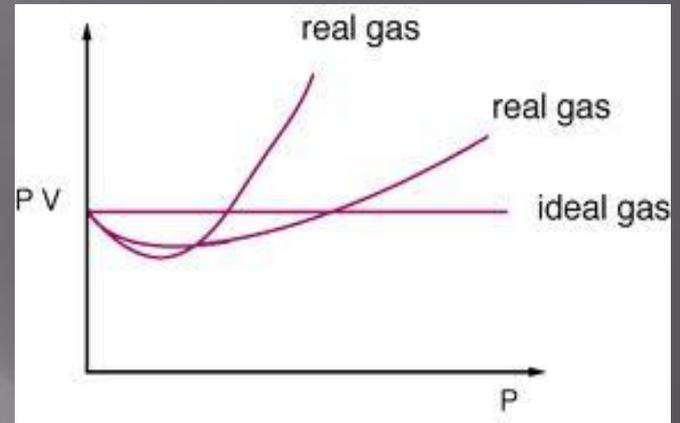
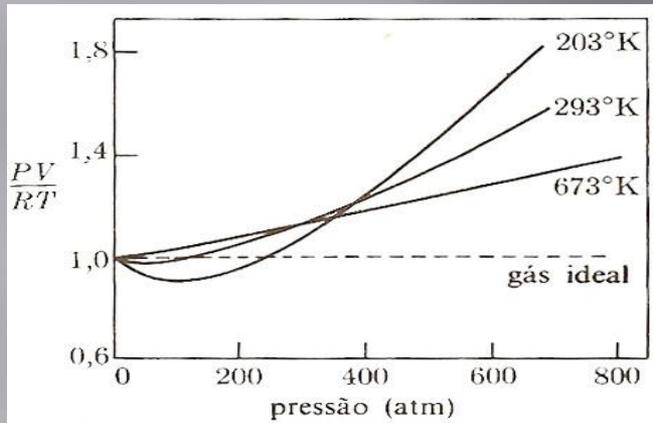
$$pV = nRT \quad \text{ou} \quad V = \frac{nRT}{p}$$

- quando a temperatura diminui, gases reais se liquefazem e depois tornam-se sólidos (*influência de forças intermoleculares atrativas*) nunca ocupando volume nulo (*forças intermoleculares repulsivas*)
- líquidos e sólidos são muito difíceis de se comprimir

Compare as isotermas de um gás real com as previstas pela Lei dos Gases Ideais:



gráficos



Bibliografia

- COSTA, DJESON; análise do desvio de comportamento entre gás real e gás ideal. Rio Grande do Norte, 2006

sites

- <http://pt.wikipedia.org/>;
- <http://www.infopedia.pt/>;
- <http://www.qmc.ufsc.br/quimica/>